ثالثاً: عدد الكم المغناطيسي (m_l) :-

- يحدد مكان الأوربيتال داخل المستوى الفرعي في المستويات الرئيسية.
- ويأخذ قيم $(-l \longrightarrow 0 \longrightarrow +l)$

- عدد قيم m_l تحدد عدد الأوربيتالات.

$n=1$	$l=0$	$m_l=0$
$n=2$	$l=0$	$m_l=0$
	$l=1$	$m_l=-1, 0, 1$
$n=3$	$l=0$	$m_l=0$
	$l=1$	$m_l=-1, 0, 1$
	$l=2$	$m_l=-2, -1, 0, 1, 2$

• عدد الكم المغزلي (m_s) :-

- يحدد اتجاه دوران الإلكترون حول محوره إما في اتجاه عقارب الساعة أو عكس اتجاه عقارب الساعة.
- يأخذ قيم $\left(+\frac{1}{2}\right)$ أو $\left(-\frac{1}{2}\right)$

التوزيع الإلكتروني ← ترجمة لأعداد الكم.

- ملحوظة: يستحيل وجود إلكترونين في نفس الذرة لهم نفس الـ ٤ أعداد كم.

$\boxed{\uparrow} \rightarrow \frac{1}{2} = m_s$ (في اتجاه عقارب الساعة).

مثال تطبيقي:

$He \quad 1s^2$

$n=1 \quad l=0 \quad , m_l=0$

نهاية المحاضرة

• المحاضرة السابعة :- (أهم ~~محاضرات~~ محاضرة في الترم)

تذكر: التوزيع الإلكتروني عبارة عن ترجمة لأعداد الكم.

• قواعد التوزيع الإلكتروني :-

يتم توزيع الإلكترونات في مدارات الذرات طبقاً للقواعد التالية :-

① قاعدة البناء (أوفباو) : تسكن الإلكترونات المدارات الأقل في الطاقة أولاً ثم الأعلى فالأعلى.

② قاعدة هوند: تسكن الإلكترونات المدارات بصفة منفردة أولاً ثم تتزاوج بعد ذلك.

③ قاعدة ($n+l$) : عندما تكون قيمة ($n+l$) أقل يكون المدار الفرعي أقل في الطاقة، وإذا تساوى مداران في قيمة ($n+l$) يكون الأقل في قيمة (n) هو الأقل في الطاقة.

مثال: رتب حسب قاعدة ($n+l$)

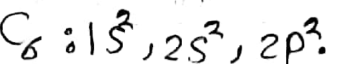
$4s$	$3d$	$4p$
$n=4$	$n=3$	$n=4$
$l=0$	$l=2$	$l=1$
4	⑤	⑤

$4s$ ← أقلهم طاقة

$\boxed{4p > 3d}$

(٤) قاعدة الإكتمال: ونصف الإكتمال: عندما تكون المدارات الفرعية فى مستوى الطاقة الأخير فى الذرة نصف مكتملة أو مكتملة تماماً يكون التوزيع الإلكترونى أكثر استقراراً.

مثال ←



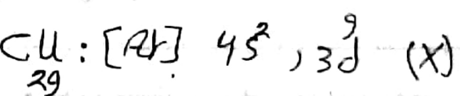
$C_6 : 1s^2 , 2s^2 , 2p^2$



X



«الذرة تكون أكثر استقراراً» ✓



$Cu_{29} : [Ar]\ 4s^2 , 3d^9$ (X)

الذرة تكون أكثر استقراراً ← (✓) $[Ar]\ 4s^1 , 3d^{10}$

س: (هام جداً) (مكرر بالإمتحانات): اذكر قواعد توزيع الإلكترونات مع ذكر مثال؟ مع رسم هرم التوزيع؟

هرم التوزيع

1s			
2s	2p		
3s	3p	3d	
4s	4p	4d	4F
5s	5p	5d	5F
6s	6p		
7s			

ملحوظة: فى الجدول الدورى يتم توزيع العناصر على حسب العدد الذرى.

• المحاضرة الثامنة :-

* ماندليف: وزع حسب الوزن الذرى (يحتوى على كسور).
* الجدول الدورى: وزع حسب العدد الذرى.

* يتم تقسيم العناصر على حسب نوعية العناصر:-

١) الفلزات: هو العنصر الذى له القدرة على فقد إلكترون أو أكثر والتحول إلى أيون موجب. (يحتوى فى المدار الأخير على أقل من ٣ إلكترون).

٢) اللافلزات: هو العنصر الذى له القدرة على إكتساب إلكترون أو أكثر والتحول لأيون سالب. (يحتوى فى المدار الأخير على أكثر من ٤ إلكترون).

٣) أشباه الفلزات: تتفاعل مع الفلزات كلافلزات ومع اللافلزات كفلزات.

س: علل: معظم عناصر الجدول الدورى عناصر فلزية؟

ج: لا نها تشمل مجموعة (١) و (١٣) و (٢)، والإنتقالية ٣٠ عنصر، وعناصر إنتقالية داخلية (٢٨) عنصر.

س: قارن بين العناصر الإنتقالية والعناصر الإنتقالية الداخلية؟

ج: أولاً: العناصر الإنتقالية: تتوسط الجدول الدورى، وتتكون من ٣ سلاسل يتتابع فيهم إمتلاء العناصر (3d) و (4d) و (5d).

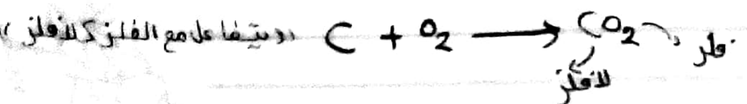
ثانياً: العناصر الإنتقالية الداخلية: تتكون من (٢) سلسلة

الأولى (4F) ← لانثانيدات

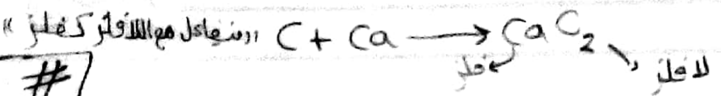
والثانية (5F) ← اكتانيدات

س: اذكر مثال تطبيقى لعنصر من أشباه الفلزات؟!

ج: الكربون.



$C + O_2 \longrightarrow CO_2$ «يتفاعل مع الفلز كلافلز» (فلز، لافلز)



$C + Ca \longrightarrow CaC_2$ «يتفاعل مع اللافلز كفلز» (فلز، لافلز)

the end #

* المحاضرة السابعة :- « # تطبيقات _ الديناميكا _ الحرارية »

* التفاعلات تكون مصحوبة بتغيرات حرارية ← امتصاص . / انطلاق .

$$*A + B \longrightarrow C + D + \Delta$$ (حرارة)

(+) امتصاص حرارة أو (-) انطلاق حرارة .

• المقياس الحراري للتفاعل : (ΔE) أو (ΔH) .

$$\Delta H = H_{\text{Products نواتج}} - H_{\text{reactions متفاعلات}}$$

« ΔH ← التغير الحراري المصاحب للعملية أو حرارة التفاعل »

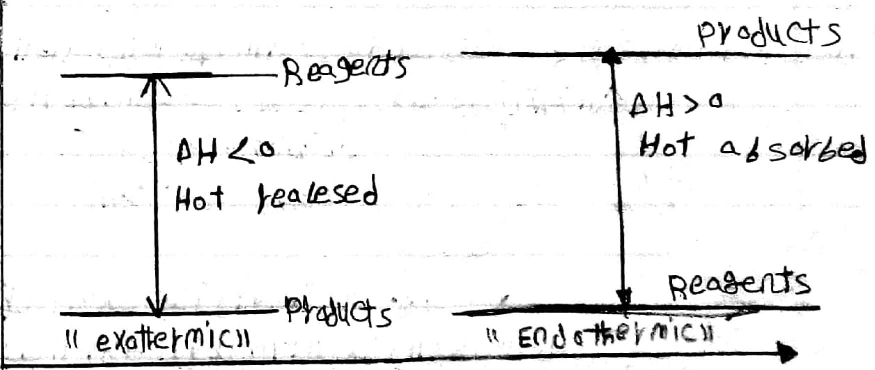
س : ما علاقة ΔE و ΔH ؟ (or) ما الفرق بين ΔH و ΔE ؟!

ج : (ΔE) ← يتفاعل عند حجم ثابت . (تفاعلات محدودة) . مثل : المسعرات .

(ΔH) ← التغير الحراري المصاحب للتفاعل عند ضغط ثابت .

لاحظ : معظم التفاعلات تكون عند ضغط ثابت ← (ΔH) .

لاحظ : (ΔH) و (ΔE) : وحدات قياسهم كالوري أو جول .



حيث : Products : نواتج
reagents : متفاعلات
exothermic : تفاعل طارد
endothermic : // ماص

$$\Delta H = \Delta E + \Delta n R_G T$$

حيث :-

ΔH ← التغير في الطاقة الداخلية .

Δn ← فرق بين مجموع جزيئات النواتج والمتفاعلات للأصناف الغازية فقط .

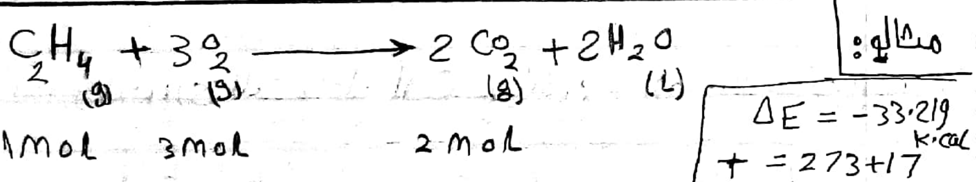
R ← ثابت عام للغازات .

(T) ← $T(K) = t^{o} + 273$ ← درجة الحرارة المطلقة

لاحظ : يجب توحيد الوحدات عند حل المسائل .

R ← 8.314 جول . / 2 كالوري .

مثال :



$$CH_4{}_{(g)} + 3O_2{}_{(g)} \longrightarrow 2CO_2{}_{(g)} + 2H_2O_{(L)}$$

1mol   3mol   2mol

$\Delta E = -33.219$ k.cal
$T = 273 + 17$

* باستخدام القانون

$$\Delta H = \Delta E + \Delta n RT$$

$\Delta n = (2 - 4) = -2$. لاحظ لم نأخذ عدد مولات الماء لأنها سائل وليس غاز .

$$\therefore \Delta H = -332.19 + 2\times10^{-3}(-2)(3.14)(290)$$

* حرارة الإحتراق: كمية الحرارة المنطلقة عند حرق ١ مول من المركب حرقاً تاماً فى كمية وفيرة من الأكسجين

مثال:

$C + \frac{1}{2} O_2 \longrightarrow CO_2$ «التفاعل الأول»

$C + O_2 \longrightarrow CO_2$ «التفاعل الثانى»

• فى التفاعل الأول تكون (ΔH) ليست حرارة احتراق بل حرارة أكسدة عادية وذلك لعدم وجود كمية وفيرة من الأكسجين.

• فى التفاعل الثانى تكون (ΔH) حرارة احتراق وذلك لوجود كمية وفيرة من O_2.

• لاحظ: يوجد صورتان أصلية للكربون ← ماس. ← جرافيت.

• التأثير الحرارى للتفاعل الكيميائى: - «المعادلات كيرشوف»

$$\Delta H_2 - \Delta H_1 = \Delta C_p (t_2 - t_1)$$

حيث: ΔH_2 : درجة الحرارة العليا.

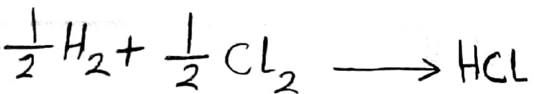
ΔH_1 : " " الدنيا (الأقل).

ΔC_p : التغير فى السعة الحرارية [بين النواتج والمتفاعلات]

مع أخذ معاملات المتفاعلات والنواتج

$\Delta C_p = C_{p\,نواتج} - C_{p\,متفاعلات}$

← بنشتغل بالقانون اللى فوق: لما يديك ΔH عند t_1 ويطلوب ΔH؟! عند t_2. #



$\frac{1}{2} H_2 + \frac{1}{2} Cl_2 \longrightarrow HCl$

$\Delta H_2 = ?!$ at : 77°

$\Delta H_1 = -22$ at : 27°

$\Delta C_p = [6.8 - (\frac{1}{2}(6.8) + \frac{1}{2}(7.7))]$

(نواتج ← 6.8)

$= -0.46$ (kcal)

$\therefore \Delta C_p = 0.46 \times 10^{-3}$ k.calory (التحويل)

$t_2 = 273 + 77$

$t_1 = 273 + 27$ ، $t_2 - t_1 = 350 - 300 = 50$

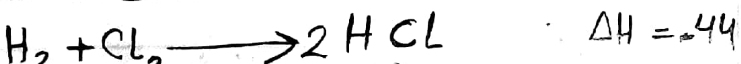
وعوض مباشر فى القانون

$\Delta H_2 - \Delta H_1 = \Delta C_p (t_2 - t_1)$

• حرارة التكوين: كمية الحرارة المنطلقة أو الممتصة عند تكوين ١ مول من المركب من عناصره الأساسية. (ΔH_f)

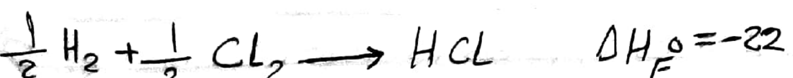
• حرارة التكوين القياسية: كمية الحرارة المنطلقة أو الممتصة عند تكوين ١ مول من المركب من عناصره الأساسية وهو فى الحالة القياسية. (ΔH_f^o)

* الحالة القياسية: الحالة التى تتواجد عندها العناصر عند 25^o و 1 atom.



$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$ $\Delta H = -44$

← حتى تكون (ΔH_f) لازم النواتج تكون ١ مول، وبالتالى نقسم ÷ 2

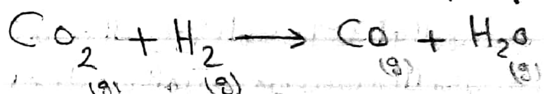


$\frac{1}{2} H_2 + \frac{1}{2} Cl_2 \longrightarrow HCl$ $\Delta H_f^o = -22$

* هام: المعادلات الحرارية تتعامل كالمعادلات الجبرية أى تجمع أو تطرح أو تقسم ... عادى. #

n ← عدد المولات $= \frac{\text{الوزن}}{\text{" الجزيئي}}$

• حرارة التفاعل القياسية: (مجموع حرارات تكوين النواتج القياسية) — (مجموع حرارات تكوين المتفاعلات القياسية).



$$\Delta H^\circ = \Delta H_f^\circ{}_{\text{نواتج}} - \Delta H_f^\circ{}_{\text{متفاعلات}}$$

• حرارة تكوين أي عنصر = zero

، أي ان حرارة التكوين تكون خاصة بالمركبات فقط.

مثال

$$CO_{2(g)} + H_{2(g)} \longrightarrow CO_{(g)} + H_2O_{(g)}$$

$\Delta H_f^\circ\ CO_{2(g)} = -393.5\ KJ$

$\Delta H_f^\circ\ CO = -111.3\ KJ$

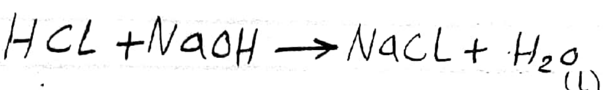
$\Delta H_f^\circ\ H_2O = -241.80\ KJ$

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_{f}^\circ{}_{\text{ن}} - \Delta H_f^\circ{}_{\text{م}}$$ ، # تعويض مباشر

ΔH° ⟵ تستخدم لحساب درجة حرارة تفاعل لا يمكن حسابه عملياً #

• حرارة الذوبان: كمية الحرارة المنطلقة أو الممتصة عند تكوين امول من المركب في كمية محددة من المذيب.

• حرارة التعادل: كمية الحرارة المنطلقة ~~عنـ~~ عند تعادل واحد جرام مكافئ من حمض قوي مع واحد جرام مكافئ من قاعدة قوية.



the_end_2018

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O_{(l)}$$

$$\frac{P_A}{P} = \frac{n_A R T / V}{N R T / V} = \frac{n_A}{N} = X_A$$

$$\therefore P_A = X_A P$$

الضغط الجزئي ← $P_i = X_i\, P$ → كسر مولي

* قانون جراهام (انتشار الغازات): عند ثبوت الضغط ودرجة الحرارة فإن سرعة إنتشار غاز تتناسب عكسي مع الجذر التربيعي لكثافة الغاز أو الجذر التربيعي للكتلة الجزيئية.

$T = constant$, $P = constant$

سرعة $r \propto \frac{1}{\sqrt{d}}$ ← كثافة

or: $r \propto \frac{1}{\sqrt{M}}$ ← M كتلة جزيئية

$$r = \frac{V}{A\,t} = \frac{l}{t}$$

مسافة ← $l = \frac{V}{A}$

$$\therefore \frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} \quad or \quad \sqrt{\frac{m_2}{m_1}}$$

س: أيهما أسرع إنتشاراً H_2 أم O_2؟

ح: H ← هو الأسرع إنتشاراً، لأن كتلته اقل.

(32, 2) ثوابت

$$\frac{r_{H_2}}{r_{O_2}} = \sqrt{\frac{32 \to O_2}{2 \to H_2}} = \sqrt{16} = 4 = \frac{4}{1}$$

س: ما أهمية قانون جراهام؟

ح: فصل النظائر عن بعضها من خلال الكتلة أو الكثافة.

← قيمة (R): (الثابت العام للغازات):-

معادلة الحالة ← $PV = nRT$

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{\frac{F}{A} \cdot \frac{l}{V}}{nT} = \frac{Fl}{nT}$$

$$= \frac{1\,atm \cdot 22.4\,L}{1\,mol \cdot 273\,K} = 8.314$$

← أغلب القوانين والإستنتاجات مكررة أيضاً بمادة الحرارة والديناميكا الحرارية.

نهاية المحاضرة.

• المحاضرة السابقة: # عناصر_المحاضرة

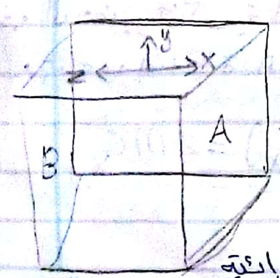
• النظرية الحركية للغاز المثالي ← فروض، استنتاج.

• الحيود عن المثالية (معادلة فاندر فالز).

"أهم محاضرات المنهج"

* النظرية الحركية للغازات:-

الفروض:-



① الغاز يتكون من جسيمات متناهية في الصغر يطلق عليها جزيئات، وتتحرك هذه الجزيئات حركة عشوائية في خطوط مستقيمة في جميع الإتجاهات.

② إهمال حجم جزيئات الغاز مقارنة بحجم الإناء الحاوي لها.

③ إهمال قوى التجاذب بين جزيئات الغاز نظراً لتباعد المسافات البينية بين الجزيئات بعضها البعض.

④ تصطدم جزيئات الغاز ببعضها البعض وبجدران الإناء تصادم مرن مولدة ضغط الغاز.

⑤ تتناسب درجة الحرارة تناسب طردي مع الطاقة الحركية لجزيئات الغاز.

$$T \propto K_E$$

• استنتاج المعادلة الحركية:-

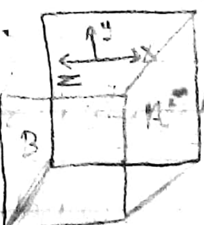
س: أوجد علاقة تربط بين الكتلة، الضغط، السرعة للغازات؟ (m، P، C)

ح: نفرض الإناء الحاوي لجزيئات الغاز على شكل مكعب.

∵ جزيئات الغاز تتحرك حركة عشوائية في كل الاتجاهات،

∴ تحلل السرعة في جميع الاتجاهات

$$\therefore C^2 = C_x^2 + C_y^2 + C_z^2 \rightarrow (1)$$



∵ التغير في كمية الحركة (يصطدم بـ (x) في اتجاه (A)) ثم يعود في اتجاه (B). • كمية الحركة = كتلة × سرعة [mc]

$$\therefore \Delta = mC_x - (-mC_x) = 2mC_x$$

← التغير في كمية الحركة

$\frac{C_x}{L}$ = عدد الاصطدامات التي يصطدمها الجزئ

التغير الكلي في كمية الحركة في كل اصطدامة (x)

$$= 2mC_x \cdot \frac{C_x}{L} = \frac{2mC_x^2}{L}$$

• إذاً التغير الكلي في كمية الحركة في كل اصطدامة في (x، y، z) لهذه الاتجاهات هو

$$= \frac{2mC_x^2}{L} + \frac{2mC_y^2}{L} + \frac{2mC_z^2}{L}$$

$$\therefore \frac{2mC_x^2}{L} + \frac{2mC_y^2}{L} + \frac{2mC_z^2}{L} = \frac{2m}{L}(C_x^2 + C_y^2 + C_z^2)$$

← (C^2) من علاقة (1)

$$= \frac{2mC^2}{L}$$

$$\therefore C_1 = n\bar{c}^2$$

← متوسط السرعات

حيث: n ← عدد المولات

$$\therefore \frac{2mn\bar{c}^2}{L}$$

$$\therefore F = \frac{2mn\bar{c}^2}{L}$$

$$P = \frac{F}{A} = \frac{2mn\bar{c}^2}{L(3L^2)} = \frac{mn\bar{c}^2}{3L^3} = \frac{mn\bar{c}^2}{3V}$$

← مساحة المكعب لـ (6) أوجه

← وحدة حجم

$$\therefore P = \frac{mn\bar{c}^2}{3V}, \quad PV = \frac{1}{3}mn\bar{c}^2$$

← المعادلة الحركية للغاز المثالي

"العلاقة تربط m، c، P، الحجم، عدد الجزيئات الموجودة"

س: علل: المعادلة الحركية لا تنطبق على الغاز الحقيقي؟

ح: لأن المعادلة الحركية لا تنطبق إلا على الغاز المثالي، والغاز الحقيقي لا يخضع لقوانين الغاز المثالي *

$$PV = \frac{1}{3} m n \bar{c}^2$$

⇐ إستنتاج قوانين بويل وشارل وأمونتون وأفوجادرو والقانون العام للغازات وجرهان والقانون العام للغاز المثالى عن طريق $PV = \frac{1}{3} m n \bar{c}^2$:-



① Boyl's law:-

$PV = \frac{1}{3} m n \bar{c}^2 \qquad \times \frac{2}{2}$

$\therefore PV = \frac{2}{3} m n \bar{c}^2$

$= \frac{2}{3}\left(\frac{1}{2} m n \bar{c}^2\right)$ ← K.E حيث: $n = 1\ mol$

$= \frac{2}{3}\ K.E \quad , \quad K.E \propto t$ ‹‹من الفروض السابقة››

$\therefore K.E = K' t$ (ثابت)

$\therefore PV = \frac{2}{3}(K'.t)$ (ث , ث)

$P \propto \frac{1}{V} \quad , \text{at} : t = \text{constant}$

$PV = \text{constant.}$ #

② Charl's law:-

$V \propto t \quad , \ P = \text{constant}$

$PV = \frac{2}{3}(K'.t)$

$V = t\left(\frac{2K'}{3P}\right)$ (ث , ث)

$V = t \cdot \text{constant}$

$\therefore V \propto t \quad \cdot \text{at} ; P = \text{constant.}$

③ Amonton's law:-

$P \propto t \quad , \ V = \text{constant.}$

$PV = \frac{2}{3}(K'.t)$

$P = t\left(\frac{2K'}{3V}\right)$ (ث , ث)

$P = t \cdot \text{constant}$

$P \propto t$ #

• القانون العام للغاز المثالي:-

$\because PV = \frac{1}{3} m n \bar{c}^2$

$\therefore PV = \frac{2}{3} (\acute{K}.t)$

$\because \frac{2}{3}\acute{K} = K_1 = \frac{R}{N_A}$ ← ثابت عام

← ثابت بولتزمان

← عدد افوجادرو

$\therefore PV = nRT$ ← معادلة الغاز المثالي. ※

س: علل: يطلق على معادلة [$pv = nRt$] معادلة الحالة؟

ج: لأن كل دالة من الدوال يطلق عليها دالة حالة.

*** Grahams law:-**

$PV = \frac{1}{3} m n \bar{c}^2$ حيث: $n = 1 mol$

$PV = \frac{1}{3} m \bar{c}^2$

$r \propto \sqrt{\frac{1}{d}}$ ~~$r \propto \frac{1}{\sqrt{m}}$~~ $r \propto \frac{1}{\sqrt{m}}$

$PV = \frac{1}{3} m n \bar{c}^2 = \frac{1}{3} m N_A c^{-2}$ $n = 1 mol$

$PV = \frac{1}{3} m \bar{c}^2$ [X3]

$3PV = m\bar{c}^2$

$3Rt = mc^2$

$\bar{c}^2 = \frac{3PV}{m} = \frac{3P}{\frac{m}{v}} = \frac{3P}{d}$ (d: كثافة)

$\bar{c}^2 = \sqrt{\frac{3P}{d}}$

---

(4) **avogaduros Preciple:-**

مبدأ افوجادرو

$P = constant, \quad t = constant$

$\therefore P_1 = P_2$ ← عند نفس الظروف

$\therefore t_1 = t_2$

$\therefore V_1 = V_2$

$\therefore P_1V_1 = P_2V_2$

$t_1 = t_2$

(ومنها) $\frac{1}{3} m_1 n_1 \bar{c}_1^2 = \frac{1}{3} m_2 \bar{c}_2^2 n_2 \longrightarrow (1)$

(ومنها) ~~$\frac{1}{2} m_1 \bar{c}_1^2$~~ $(K.E)_1 = (K.E)_2$ ← ((من الفروض))

$\therefore \frac{1}{2} m_1 \bar{c}_1^2 = \frac{1}{2} m_2 \bar{c}_2^2 \longrightarrow (2)$

بقسمة (1) على (2)

$\therefore \boxed{n_1 = n_2}$

$$\therefore \bar{C} \propto r$$

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{3P/d_1}{3P/d_2}} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$$

$$\therefore r \propto \frac{1}{\sqrt{d}} \quad \#$$

$$\therefore 3Rt = m\bar{C}^2$$

$$\bar{C}^2 = \frac{3Rt}{m}$$

$$\bar{C} = \sqrt{\frac{3Rt}{m}}$$

$$C \propto r \qquad \therefore \frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{m_2}{m_1}}$$

$$\therefore r \propto \frac{1}{m} \quad \#$$

- **الحيود عن المثالية :-**

س : ما أسباب حيود الغازات عن السلوك المثالي؟

ج : ① إهمال حجم جزيئات الغاز مقارنة بحجم جزيئات الإناء.

التصحيح :

$$V_i = V - nb$$

V_i ← حجم مثالي ، V ← الحجم الكلي لجزيئات الغاز (حجم الإناء) ، n ← عدد المولات ، b ← الحجم المشغول لجزيئات الغاز

$$PV = nRt \qquad \therefore P_i V_i = nRt$$

$$P(V - nb) = nRt \ ※$$

② إهمال قوى الجذب بين الجزيئات وبعضها لتباعد المسافات البينية بين الجزيئات وبعضها.

التصحيح :

$$P_i = P + \frac{an^2}{V^2}$$

P ← ضغط مقاس ، a ← ثابت فاندرفالز ، V ← حجم الغاز

عند السطح $P' \propto \frac{n}{V}$

المنتصف " $\bar{P} \propto \frac{n}{V}$

$$P' \propto \frac{n^2}{V^2}$$

$$P_i > P'$$

بمقدار (P') ← ضغط كيناتيكي فعال effective

$$P' = a\frac{n^2}{V^2}$$

a ← ثابت

$$\therefore P_i V_i = nRt$$

$$\therefore \left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRt \ ※$$

ملحوظة هامة : يمكن الآن إثبات قوانين الغازات بطريقتين الطريقة الاولى (محاضرة ٦) ، و الطريقة الثانية محاضرة (٧)

- تعد نهاية المحاضرة (٧) تم شرح ٩٠ % من النظري ، المحاضرات القادمة ستكون على المسائل والقوانين . #